Universidad de Oriente
Nucleo de Anzoategui
Escuela de Ingeniería y Ciencias Aplicadas
Departamento de Ingeniería Química
Laboratorio de Química Orgánica

PRÁCTICA #2

DESTILACIÓN SENCILLA Y FRACCIONADA

Instructor de la asignatura

Marcia Rengel

Integrantes

María Dos Santos
C.I (30.936.802)

Barcelona, noviembre 22 de 2023

I. Resumen

En esta práctica estudiamos la destilación sencilla y fraccionada. Se realizó la destilación para una mezcla de agua y butanona con el objetivo de obtener un destilado con mayor concentración de butanona.

Se realizó la curva de calibración del % v/v de butanona con respecto al índice de refracción para analizar su compotamiento. Luego se hicieron los cálculos necesarios de acuerdo a los datos experimentales para obtener dos curvas de destilación para comparar los resultados de cada muestra de acuerdo al tipo de destilación aplicada.

Los resultados obtenidos nos indican que el intervalo donde se encuentra el punto de ebullición de la butanona arrojó un volumen de destilado considerable los cual nos dice que la destilación fue bastante satisfactoria

II. Índice

	Pág
I. Resumen	2
II. Índice	3
III. Objetivos	4
IV. Materiales y equipos	4
V. Tablas de propiedades físicas y químicas	5
VI. Diagrama de sistema experimental	7
VII. Marco teórico	8
VIII. Procedimiento experimental	14
IX. Tabla de datos experimentales	16
X. Muestra de cálculo	18
XI. Tablas de resultados	22
XII. Discusión de resultados	23
XIII. Conclusiones	26
XIV. Recomendaciones	27
XV. Bibliografía	28
XVI. Anexos	29

III. Objetivos

1-º Estudiar el montaje de los instrumentos para las destilaciones

2-º Conocer las técnicas de destilación sencilla y fraccionada.

3-º Determinar la eficiencia de cada una de ellas

4-º Analizar los resultados del refractómetro

IV. Materiales y equipos

Materiales	Equipos	Sustancias
Termómetros Refrigerante Tapones Mangueras Platos porosos	Mechero Bunsen Matraz de fondo redondo Matraz Erlenmeyer colector Cilindro graduado Columna rellena Tubo de tres vías Trípode con rejilla	Acetona Alcohol Agua

V. Tablas de propiedades físicas y químicas de las sustancias

Tabla 1. Propiedades físicas de las sustancias [1]

Sustancia	Fórmula	Peso molecular	Densidad relativa	Punto de fusión	Punto de ebullición	Solubilidad		
						Agua fría	Agua caliente	Otros reactivos
Etanol	C_2H_6O	46,06 g/mol	789 Kg/cm^3	-114°C	78°C	Miscible		180°C dependede del compuesto
Agua	H_2O	18,02 g/mol	1 g/cm^3	0°	100°C	100% soluble en agua		En sustancias polares
Acetona (Butanona)	C_4H_8O	72,11 g/mol	0,805 g/cm^3	-86°C	80°C	Soluble	Soluble	Miscible en etanol éter dietílico

Tabla 2. Propiedades químicas de las sustancias [2]

Sustancia	Propiedades
Etanol	Alcohol que se presenta como líquido incoloro, con un olor etereo muy penetrante y es inflamable

Tabla 2. Propiedades químicas de las sustancias (Continuación) [2]

Agua	Es incolora, inodora e insípida su pH ronda en 5,8
Acetona (Butanona)	Cetona líquida incolora tiene un olor dulce y penetrante que recuerda a la acetona.

VI. Diagrama de sistema experimental

Leyenda:

1- Termómetro
2- Refrigerante
3- Destilado
4-. Entrada de agua
5-. Salida de agua
6-. Matraz de fondo redondo
7-. Mechero Bunsen

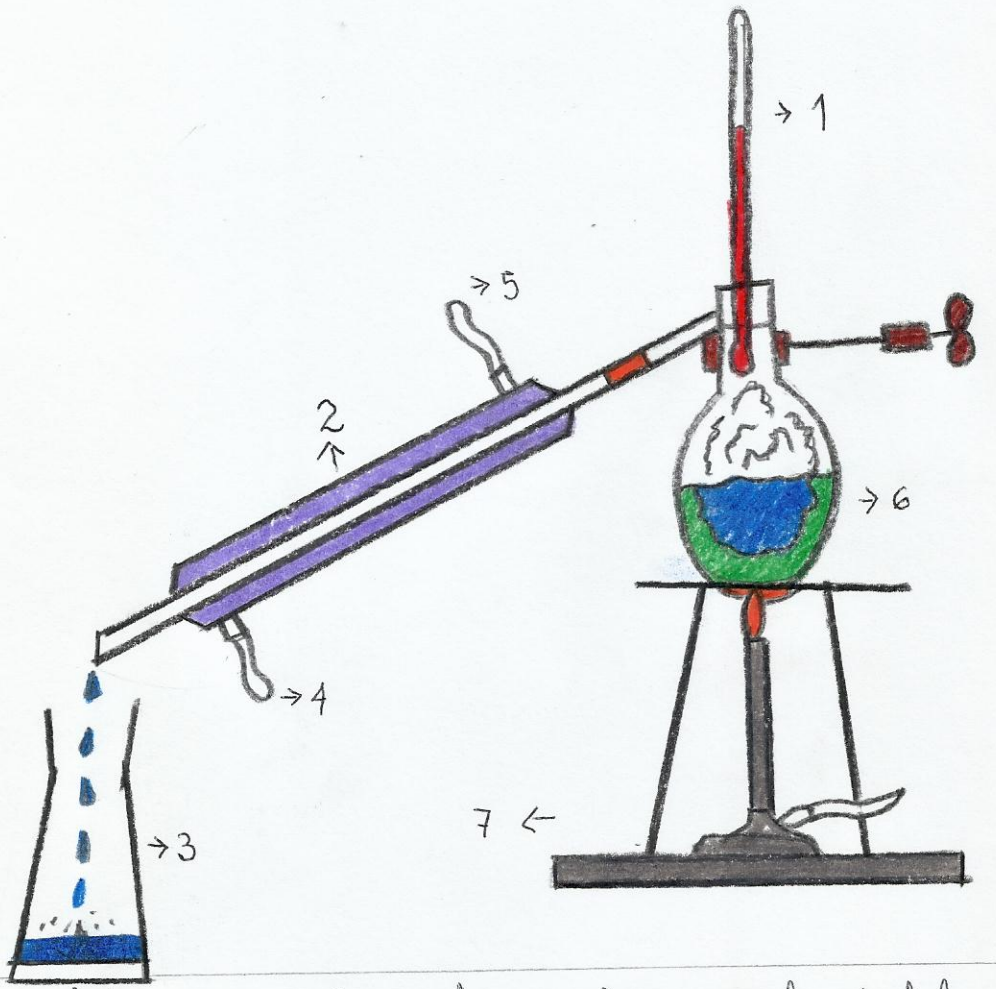


Figura 1. Destilación sencilla. Nota: se aplica para la destilación fraccionada solo que con columna de fraccionamiento

VII. Marco teórico

Hasta donde se sabe, el proceso de destilación fue inventado por los alquimistas egipcios, quienes emplearon gran cantidad de aparatos diseñados para vaporizar sustancias volátiles y tratar los metales con ellas. Parece que, ocasionalmente, se realizaba una especie de destilación de líquidos

Desde remotas épocas hasta hoy en día, la destilación ha evolucionado hasta convertirse en la operación unitaria más conocida y aplicada a nivel industrial.

La evolución de la destilación traza una ruta histórica, que inició con la construcción de alambiques improvisados y que hoy en día se ve representado en torres industriales de gran tamaño. [3]

La destilación consiste en el uso consecutivo y controlado de dos procesos físicos: la vaporización y la condensación, usándolas de manera selectiva para separar los componentes de una mezcla por lo general de tipo homogéneo, es decir, en la que no pueden distinguirse a simple vista sus componentes. [4]

Cuando tenemos una mezcla ideal de líquidos (mezcla en las que las interacciones entre las partículas diferentes se consideran iguales a las interacciones entre partículas

iguales) se cumple la ley de Raoult.

Esta ley establece que la presión de vapor parcial de cada componente en la mezcla gaseosa es igual a la presión de vapor del componente puro multiplicada por su fracción molar en la mezcla líquida. [5]

Ecuación de la ley de Raoult [6]

$$P_i(T) = x_i' P_i^*(T)$$

En esta ecuación

$P_i(T)$ es la presión de vapor de la sustancia i en la disolución ideal

$P_i^*(T)$ es la presión de vapor de la sustancia i pura.

x_i' es la fracción molar de la sustancia i en la fase líquida (en la disolución)

Las curvas de destilación ayudan a comprender el fenómeno de la destilación y ayudan a determinar las mejores condiciones para la separación. [7]

El refractómetro es un instrumento de laboratorio que sirve para cuantificar los sólidos totales contenidos en

una solución, el cual tiene como objetivo analizar distintas sustancias presentes en una materia e identificar cada componente para evaluar su grado de pureza.

La función inicial de estos equipos ha sido adaptada para ayudar en el proceso de identificación de sustancias y comprobar su grado de pureza ya que cada sustancia tiene un índice de refracción propio, esta característica particular es muy útil para diversas aplicaciones como: producción de alimentos, análisis de alcohol, producción de aceite, fabricación de vino, verificación de pureza de los aceites esenciales, entre otras. [8]

El índice de refracción es una característica óptica de una sustancia y el número de partículas disueltas en esta. Se define como la velocidad de la luz en un espacio vacío en relación a la velocidad de la luz a través de una sustancia. [9]

Para la muestra de cálculos utilizaremos las siguientes ecuaciones:

De la ecuación 1 $\Rightarrow$ $\%\ v/v = \frac{V_{sto}}{V_{sol}} \times 100$

Donde el volumen de soluto será el volumen de la butanona, el % v/v es un valor teórico dado en el ejercicio y

- el volumen de la solución es el volumen destilado en ese intervalo.

De la ecuación 1 se tendrá que despejar el volumen de la butanona quedando de la siguiente manera:

$$V_{butanona} = \frac{\%\ v/v \cdot V_{sol}}{100}$$

Una vez calculado el volumen de la butanona utilizaremos la ecuación 2:

$$V_{sol} = V_{sto} + V_{ste}$$

Donde el volumen del soluto es el volumen de la butanona, el volumen del solvente sera el volumen del agua y el volumen de la solución es el volumen del destilado en el intervalo estudiado

De esta ecuación se despeja el volumen del agua quedando de esta manera:

$$V_{agua} = V_{destilado} - V_{butanona}$$

Luego tendremos que utilizar la ecuación 3 que viene dada por: $\rho = \frac{m}{V}$

Donde m será la masa, v es el volumen y p será la densidad.

Despejamos la formula obteniendo

$$m = p \cdot v$$

Está formula será utilizada para calcular la masa de la butanona y del agua.

Ahora se utiliza la ecuación 4 para calcular los moles:

$$\text{Peso molecular} = \frac{m}{\eta}$$

Donde m es la masa, η los moles y el peso molecular es un valor teorico.

Se despeja η obteniendo $\Rightarrow$

$$\eta = \frac{m}{\text{peso molecular}}$$

Esta formula será utilizada para calcular los moles de agua y butanona.

Para obtener los moles totales utilizamos la ecuación 5:

$$\eta \text{ total} = \eta \text{ sto} + \eta \text{ ste}$$

Donde moles de soluto serán los moles de butanona y los moles del solvente son los moles de agua.

Calculamos la fracción molar de la butanona con la ecuación 6:

$$X \text{ sto} = \frac{\eta \text{ sto}}{\eta \text{ total}}$$

X sto será X butanona, η sto moles de butanona y η total la suma de moles presente en la solución.

Y por último utilizamos la ecuación 7 para calcular la fracción molar del agua:

$$X \text{ ste} = \frac{\eta \text{ ste}}{\eta \text{ total}}$$

X ste será X agua, η ste moles de agua y η total la suma de moles presente en la solución.

Estas ecuaciones serán utilizadas para cada intervalo de tiempo a estudiar.

VIII. Procedimiento experimental.

A. Destilación sencilla

Tomar un matraz de fondo redondo de 200 ml y un termometro

↓

Añadir 50 ml de agua y 50 ml de acetona junto a tres platos porosos

↓

Etiquetar y enumerar cuatro matraces Erlenmeyer pequeños para recoger las fracciones destiladas (I: 56 - 65°C, II: 65 - 78°C, III: 78 - 95°C y IV: residuo)

↓

Circular una corriente de agua por el refrigerante.

↓

Calentar el matraz suavemente y recoger el destilado en los distintos matraces a los intervalos de temperatura indicados.

↓

Interrumpir la destilación a la temperatura de 95°C, enfriar el matraz, dejar que gotee el condensado del cuello, medir con una probeta graduada los volúmenes de destilación de cada fracción

↓

Registrar y conservar para su posterior análisis en el refractómetro.

B. Destilación fraccionada.

Tomar un matraz de fondo redondo de 200 ml y un termómetro en un rango del 0 a 100°C

↓

Añadir al matraz 50 ml de agua y 50 ml de acetona junto a tres platos porosos.

Nota: Destilar como el experimento anterior y obtener las cuatro fracciones de destilado, por último se medirán y se tomará nota de los volumenes obtenidos (no se llevarán al análisis en el refractómetro.

IX. Tabla de datos experimentales

Tabla 3. Curva de calibración del %. v/v de acetona vs índice de refracción

%. v/v	Índice de Refracción
0	1,3331
10	1,3384
20	1,3457
30	1,3534
40	1,3558
50	1,376
60	1,3772
70	1,3773
80	1,3771
90	1,3767
100	1,3764

Nota: La gráfica de la curva de calibración del %. v/v de acetona vs índice de refracción se encuentra como anexo.

Tabla 4. Datos experimentales de la experiencia A

Intervalos °C	Volumen destilado (ml)	Índice de Refracción	%. V/V
70-80	32	1,376	50
80-85	38	1,3772	60
85-9	23	1,3558	40
Residuo	7	1,3534	30

Tabla 5. Datos experimentales de la experiencia B

Intervalos °C	Volumen destilado (ml)
70 - 80	40
80 - 85	5
85 - 9	5
Residuo	48

X. Muestra de cálculos

Para la experiencia A y B realizar una curva de destilación en función a la temperatura.

Nota: las gráficas de dichas experiencias se encontraran como anexos.

A partir de la curva de calibración del porcentaje de acetona vs el índice de refracción. Determinar la fracción molar de cada componente para cada fracción.

Para el intervalo 70 - 80 °C

Utilizaremos la ecuación 1 $\Rightarrow$ $\%\ v/v = \frac{V_{butanona}}{V_{solución}} \times 100$

Despejamos el volumen de la butanona obteniendo $\Rightarrow$

$V_{butanona} = \frac{\%\ v/v \cdot V_{solución}}{100}$, se sustituye los valores y obtenemos:

$V_{butanona} = \frac{50 \cdot 32\ ml}{100} \Rightarrow V_{butanona} = 16\ ml$

Usando la ecuación 2 $\Rightarrow$ $V_{sol} = V_{butanona} + V_{agua}$

Despejamos el volumen del agua obteniendo

$V_{agua} = V_{sol} - V_{butanona}$, sustituimos los valores

$V_{agua} = (32 - 16)\,ml \Rightarrow V_{agua} = 16\,ml$

Para calcular la masa de la butanona utilizamos la ecuación 3 $\Rightarrow \rho_{butanona} = \frac{m_{butanona}}{V_{butanona}}$, se despeja la formula:

$m_{butanona} = \rho_{butanona} \cdot V_{butanona}$, sustituimos los valores:

$m_{butanona} = 0,805\,g/ml \times 16\,ml \Rightarrow m_{butanona} = 12,88\,g$

Calculamos los moles de butanona con la ecuación 4

Peso molecular $= \frac{\text{masa butanona}}{\eta_{butanona}}$, sabiendo que el peso molecular es teórico.

Se despeja la formula: $\eta_{butanona} = \frac{\text{masa butanona}}{\text{peso molecular}}$

Sustituimos en la formula: $\eta_{butanona} = \frac{12,88\,g}{72,11\,g/mol}$

$\eta_{butanona} = 0,1786\,mol$

Para calcular la masa del agua se utiliza ecuación 3:
$\rho_{agua} = \frac{m_{agua}}{V_{agua}}$, despejamos la formula.

$m_{agua} = \rho_{agua} \cdot V_{agua}$, sustituimos los valores:

$m_{agua} = 1\,g/ml \cdot 16\,ml \Rightarrow m_{agua} = 16\,g$

Para obtener los moles de agua utilizamos la ecuación 4: Peso molecular $= \frac{\text{masa agua}}{\eta_{agua}}$, despejamos la formula

$\eta_{agua} = \frac{\text{masa agua}}{\text{peso molecular}}$, sustituimos en la formula

$\eta_{agua} = \frac{16\,g}{18\,g/mol} \Rightarrow \eta_{agua} = 0{,}8888\,mol$

Obtenemos los moles totales en la solución por medio de la ecuación 5: $\eta_{total} = \eta_{butanona} + \eta_{agua}$, sustituimos valores:

$\eta_{total} = (0{,}1786 + 0{,}8888)\,mol \Rightarrow \eta_{total} = 1{,}0674\,mol$

Para calcular la fracción molar de la butanona utilizamos la ecuación 6: $X_{butanona} = \frac{\eta_{butanona}}{\eta_{total}}$

Sustituimos los valores:

$$X\,butanona = \frac{0,1786\ mol}{1,0674\ mol} \Rightarrow X\,butanona = 0,1673$$

Para calcular la fracción molar del agua utilizamos la ecuación 7: $X\,agua = \frac{\eta\,agua}{\eta\,total}$, sustituimos los valores

$$X\,agua = \frac{0,8888\ mol}{1,0674\ mol} \Rightarrow X\,agua = 0,8326$$

Nota: Para los intervalos se aplican las mismas formulas dependiendo de los datos en cada intervalo, los resultados de estos se veran reflejados en la tabla 6

XI. Tabla de resultados

Tabla 6. Resultados para la experiencia A

Intervalo (°C)	Volumen destilado (ml)	Índice Refracción	% v/v	Volumen butanona (ml)	η butanona (g/mol)	η agua (g/mol)	x_{agua}	$x_{butanona}$
70-80	32	1,376	50	16	0,1786	0,8888	0,8326	0,1673
80-85	38	1,3772	60	22,8	0,2544	0,8444	0,7687	0,2316
85-95	23	1,3558	40	9,2	0,1027	0,7666	0,8818	0,1181
Residuo	7	1,3534	30	2,1	0,0234	0,2722	0,0791	0,9208

XII. Discusión de resultados.

El ensayo de destilación sencilla se realizó con el fin de separar sustancias con puntos de ebullición inferiores a los 150°C.

De acuerdo a los resultados obtenidos en la experiencia A podemos decir que la butanona pudo separse casi de manera completa, el punto de ebullición de la butanona es de 80°C y en los intervalos 70-80 y 80-85 se obtuvo un volumen considerable de destilado por lo que la butanona se evaporó casi por completo.

Para la experiencia B la destilación fraccionada en el intervalo 70-80 se obtuvo 40 ml de destilado lo cual nos indica que la butanona llego a su punto de ebullición y nos dejo un buen volumen, para el intervalo de 80-85 y 85-95 obtuvimos solo 5 ml ya la butanona había alcanzado su punto de ebullición estos mililitros fueron los últimos vapores emitidos por la butanona.

Podemos decir que ambas destilaciones los resultados fueron favorables de acuerdo a la mezcla de butanona y agua que teníamos.

La relación que existe entre el índice de refracción y la concentración depende del solvente y el soluto, la temperatura y la longitud de onda. Podemos decir que el índice de refracción de una solución aumenta con la concentración del soluto. Debido a que el soluto altera la densidad del solvente, lo que hace que la luz se desplace más lentamente a través de la solución.

Los factores que afectan el índice de refracción son:

• Longitud de onda de la luz: Generalmente aumenta con la longitud de onda de la luz. Debido a que las longitudes de onda son más largas y tienen una mayor probabilidad de interactuar con las moléculas del material, lo que hace que la luz se desplace más lentamente

• La temperatura: el índice de refraccion generalmente disminuye con la temperatura. Debido a que las moleculas del material se mueven más rápido a temperaturas más altas, lo que hace que la luz se desplace más rápido

• La presión: el índice de refracción aumenta con la presión, porque las moléculas del material se encuentran más juntas a altas presiones haciendo que la luz se desplace más lentamente.

- La polaridad: los materiales polares como el agua, tienen un índice de refracción más alto que los materiales no polares, como el aceite. Esto se debe a que las moléculas polares interactúan más fuertemente con la luz

- La densidad: los materiales más densos, como el diamante, tienen un índice de refracción más alto que los materiales menos densos, como el vidrio. Esto se debe a que las moléculas están más juntas en los materiales densos, lo que hace que la luz se desplace más lentamente.

XIII. Conclusiones

1.- La destilación tiene como objetivo separar sustancias de acuerdo con sus diferentes volatilidades

2.- La destilación fraccionada es más eficiente y es adecuada para mezclas de líquidos volátiles.

3.- De acuerdo a la diferencia entre los puntos de ebullición se puede aplicar destilación sencilla o fraccionada

4.- Una curva de destilación nos ayuda a determinar las mejores condiciones para la separación

5.- Se realiza la destilación para obtener una sustancia más pura.

XIV. Recomendaciones.

1-. Agregar platos porosos para que se mantenga la temperatura y no ocurra un sobrecalentamiento

2-. El bulbo del termometro debe quedar por debajo de la derivación por donde pasan los vapores.

3-. Regular la temperatura cuando se aproxime el punto de ebullición.

4-. Revisar que las conexiones esten en orden.

XV. Bibliografía.

1.1-° quimica.unam.mx/wp-content/uploads/2008/05/12etanol.pdf
1.2-° iagua.es/noticias/mexico/conagua/17/05/16/propiedades-agua
1.3-° es.wikipedia.org/wiki/Butanona.
2.1-° quimica.es/enciclopedia/Etanol.html
2.2-° es.wikipedia.org/wiki/Agua
2.3-° laboratoriosumdiscounter.nl/es/quimicos/a-z/b/2-butanona/
3-° virtualpro.co/biblioteca/historia-de-la-destilación
4-° concepto.de/destilación
5-° concepto.de/destilación
6-° riunet.upv.es/bitstream/handle/10251/68313/Atarés%20-%20La%20ley%20de%20Raoult.pdf
7-° quimicafacil.net/tecnicas-de-laboratorio/curvas-de-destilación/
8-° equiposylaboratorio.com/portal/articulos-ampliado/refractometros
9-° es.wikipedia.org/wiki/Índice_de_refracción
10-° es.wikipedia.org/wiki/Destilación
11-° quimica.es/enciclopedia/Destilación_fraccionada.html
12-° es.wikipedia.org/wiki/Azeótropo
13-° concepto.de/cromatografia/
14-° quimica.es/enciclopedia/Ley_de_Raoult.html
15-° webdelprofesor.ula.ve/ciencias/fidelmun/practica5.pdf
16-° dle.rae.es/destilar

XVI. Anexos

Cuestionario

1.- Defina

a) Destilación sencilla: Es un tipo de distilación donde los vapores producidos son inmediatamente canalizados hacia un condesador, el cual lo refresca y condensa de modo que el destilado no resulta puro. [10]

b) Destilación fraccionada: Es un proceso físico utilizado en química para separar mezclas (generalmente homogenea) de líquidos mediante el calor, y con un amplio intercambio calórico y másico entre vapores y líquidos. [11]

c) Azeótropo: Es una mezcla líquida de dos o más componentes que posee un único punto de ebullición constante y fijo, y que al pasar al estado de vapor se comporta como un líquido puro, o sea como si fuese un solo componente [12]

d) Cromatografía: Es un método de separación de mezclas complejas, que es ampliamente utilizado en diversas ramas de la ciencia. Se puede utilizar para cuantificar, identificar y separar los componentes de una mezcla. [13]

e) Equilibrio y Ley de Raoult: Establece que la presión de vapor parcial de cada componente de una mezcla ideal de líquidos es igual a la presión de vapor del componente puro multiplicado por su fracción molar en la muestra. Su nombre se debe al francés François-Marie Raoult en 1887. [14]

f) Residuo: Siempre hay una fracción de fondo (o residuo), que es el residuo menos volátil que no se ha capturado por separado como vapor condensado. [15]

g) Destilado: Líquido obtenido por condensación del vapor. [16]

2.- Explique las diferencias entre destilación sencilla y fraccionada.

- En la destilación simple se hierve un líquido y los vapores producidos son dirigidos a un condensador donde este pasará al estado líquido.

- En la destilación fraccionada se emplea una columna de fraccionamiento que fuerza al vapor a enfriarse y regresar al contenedor, provocando un contacto con el líquido para volver a hervir. El gas viaja entonces y va siendo retenido en los diferentes platos de la columna de fraccionamiento.

- La destilación simple puede aplicarse en mezclas con

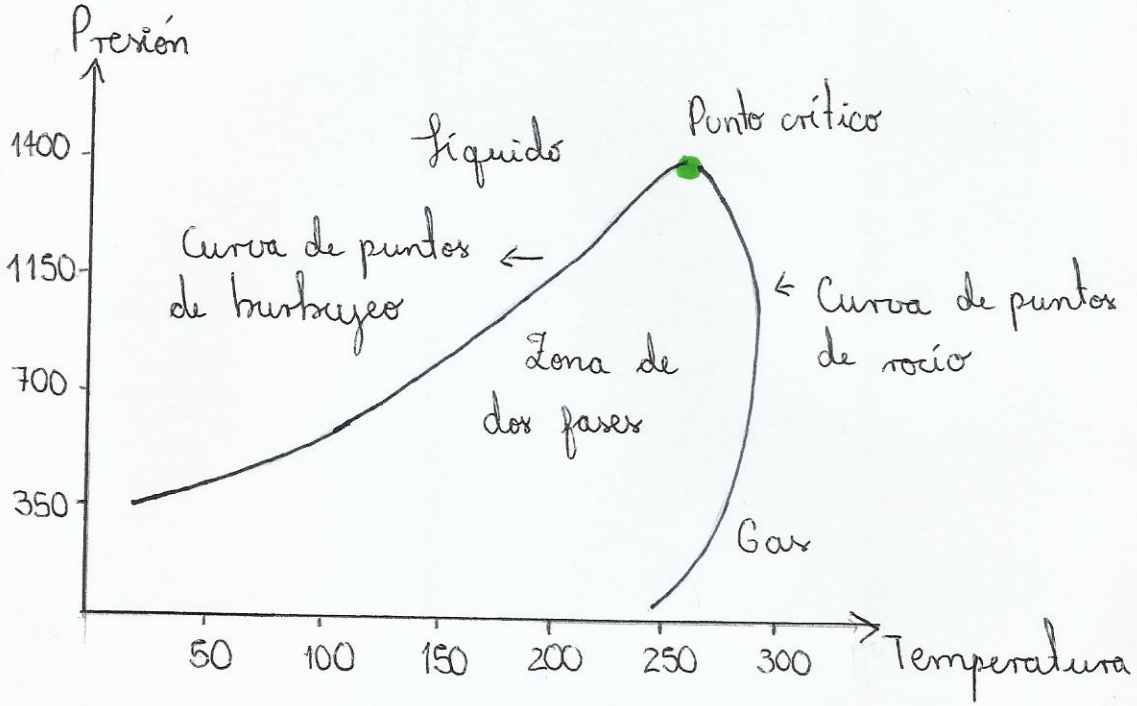
con menos de 10%. de impurezas

- Mezclas con más de 10%. de impurezas necesitan de una destilación fraccionada

3- ¿Qué es una rectificación? y ¿Para que se utiliza?

Es una de las formas de destilación. Se utiliza para sustancias que requieren de gran pureza o en grandes cantidades, por ejemplo, para el fraccionamiento del petroleo

4- Represente gráficamente el sistema binario a temperatura constante



Curva de calibración

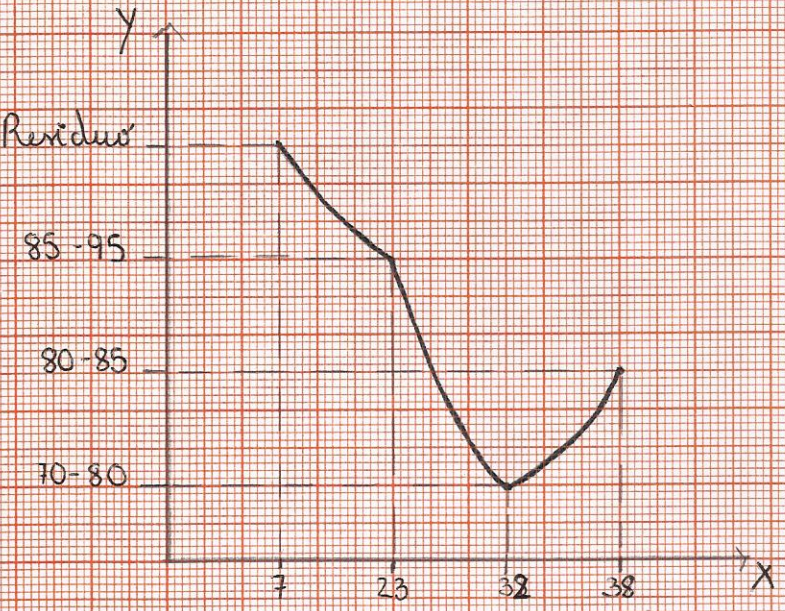
Gráfica 1: Curva de Calibración del % v/v de acetona vs índice de refracción

Leyenda

X = % v/v de butanona

Y = índice de refracción

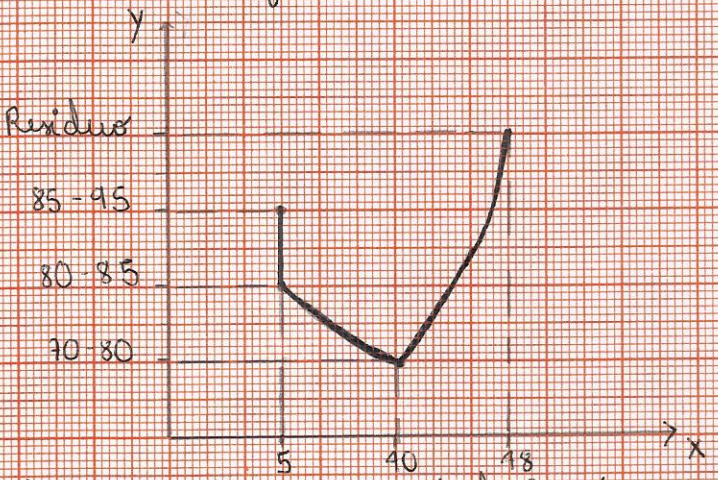
Destilación sencilla.



Gráfica 2. Curva de destilación con respecto a la temperatura.

Leyenda: X = volumen en ml de cada destilado
Y = intervalos de tiempo

Destilación fraccionada



Gráfica 3. Curva de destilación con respecto a la temperatura

Leyenda: X = volumen en ml de cada destilado
Y = intervalos de tiempo